课前检查

根据下表中三种晶体的熔点，简要解释熔点产生差异的原因：

物质	SiO_2	$SiCl_4$	SiF_4
熔点 /°C	1710	－70	－90.2

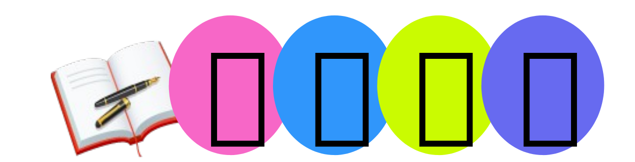
(1) SiO_2 和 $SiCl_4$ □

SiO_2 是共价晶体，微粒间作用力为共价键；$SiCl_4$ 是分子晶体，分子间作用力为范德华力，故 SiO_2 熔点高于 $SiCl_4$

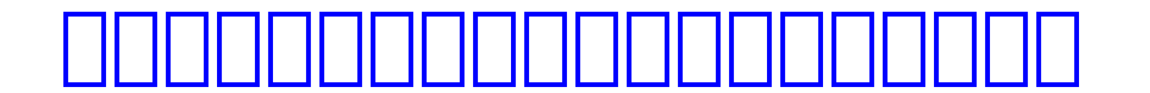
$SiCl_4$ 和 SiF_4 均为分子晶体，分子间作用力均为范。

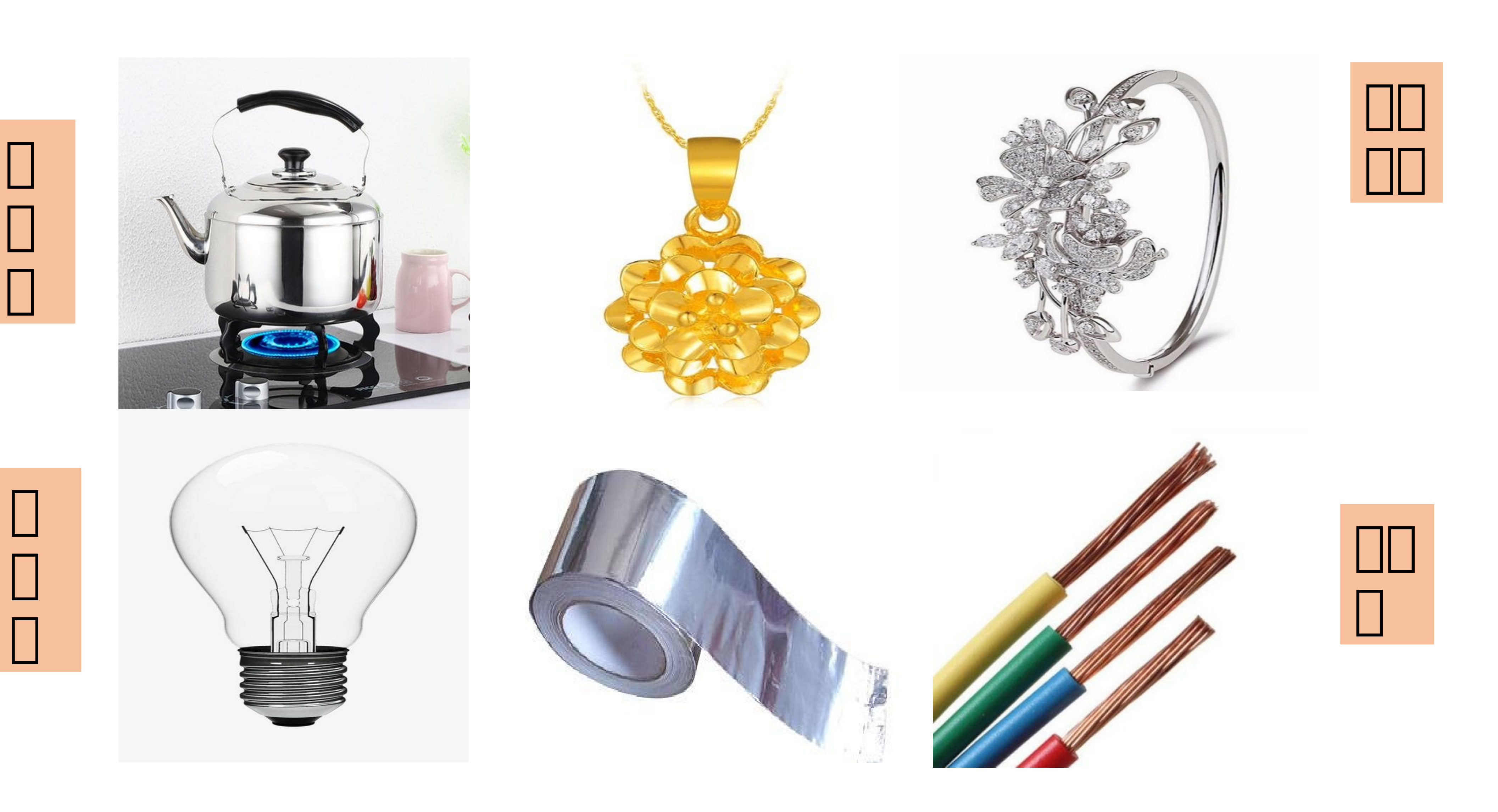
(2) $SiCl_4$ 和 SiF_4：

□华□□□□与结构□□的物质，相对分子质量越大，范德华力越大，所以 $SiCl_4$ 的熔点高于 SiF_4



金属之最





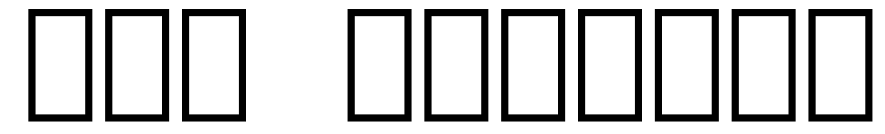
金属的物理通性

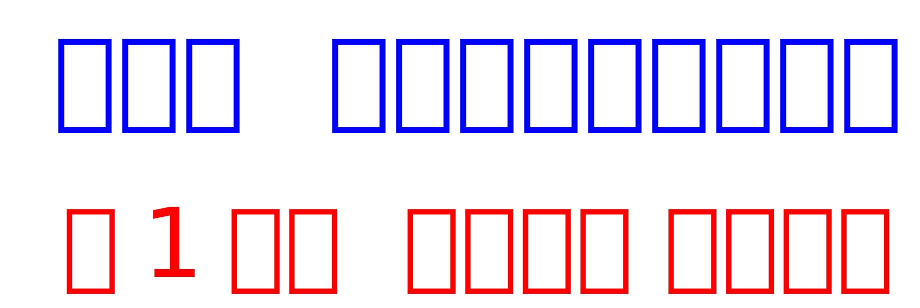
- 常温下是固体（汞是液体）
- 银白色金属光泽（铜紫红色，金是金黄色）
- 导电性
- 导热性
- 延展性

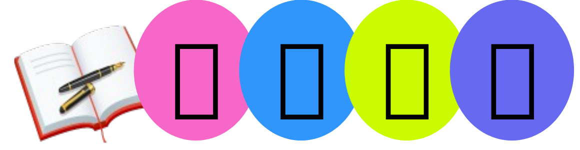
为什么金属会有一些共同的性质？金属内部存在着怎样的相互作用呢？

第三章 晶体结构与性质
第三节 金属晶体与离子晶体
第 1 课时 金属键与 金属晶体
教 学 目 标

1. 知道影响金属键强弱的因素。
2. 能用“电子气理论”解释金属的物理性质。

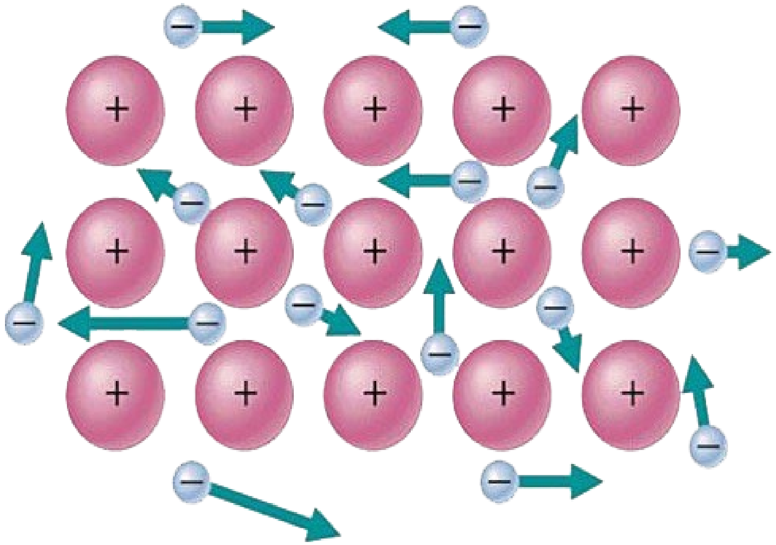






一、金属键和金属晶体

1. 电子气理论 —— 描述金属键本质的最简单理论



金属原子最外层电子数较少，容易失去电子成为金属阳离子。金属原子脱落下来的价电子形成遍布整块晶体的“电子气”，被所有原子所共用，从而把所有的金属原子维系在一起。

2. 金属键

概念	金属中＿＿自由电子＿和＿＿金属阳离子＿之间存在的强烈的相互作用
实质	金属键本质是一种＿＿＿电性作用
特征	金属键无＿＿方向性和＿＿＿ 饱和性 金属键中的电子在整个三维空间里运动，属于整块固态金属
存在	金属单质与合金中

3. 金属晶体

(1) 概念：金属原子通过 ____金属键____ 形成的晶体称为金属晶体。

(2) 常见的金属晶体：

常温下，绝大多数金属单质（晶体锗、灰锡是共价晶体）和合金都是金属晶体，但汞除外，因汞在常温下呈液态。

课堂练习

在单质的晶体中一定不存在的微粒是（　　）　　D

A. 原子　　B. 分子　　C. 阳离子　　D. 阴离子

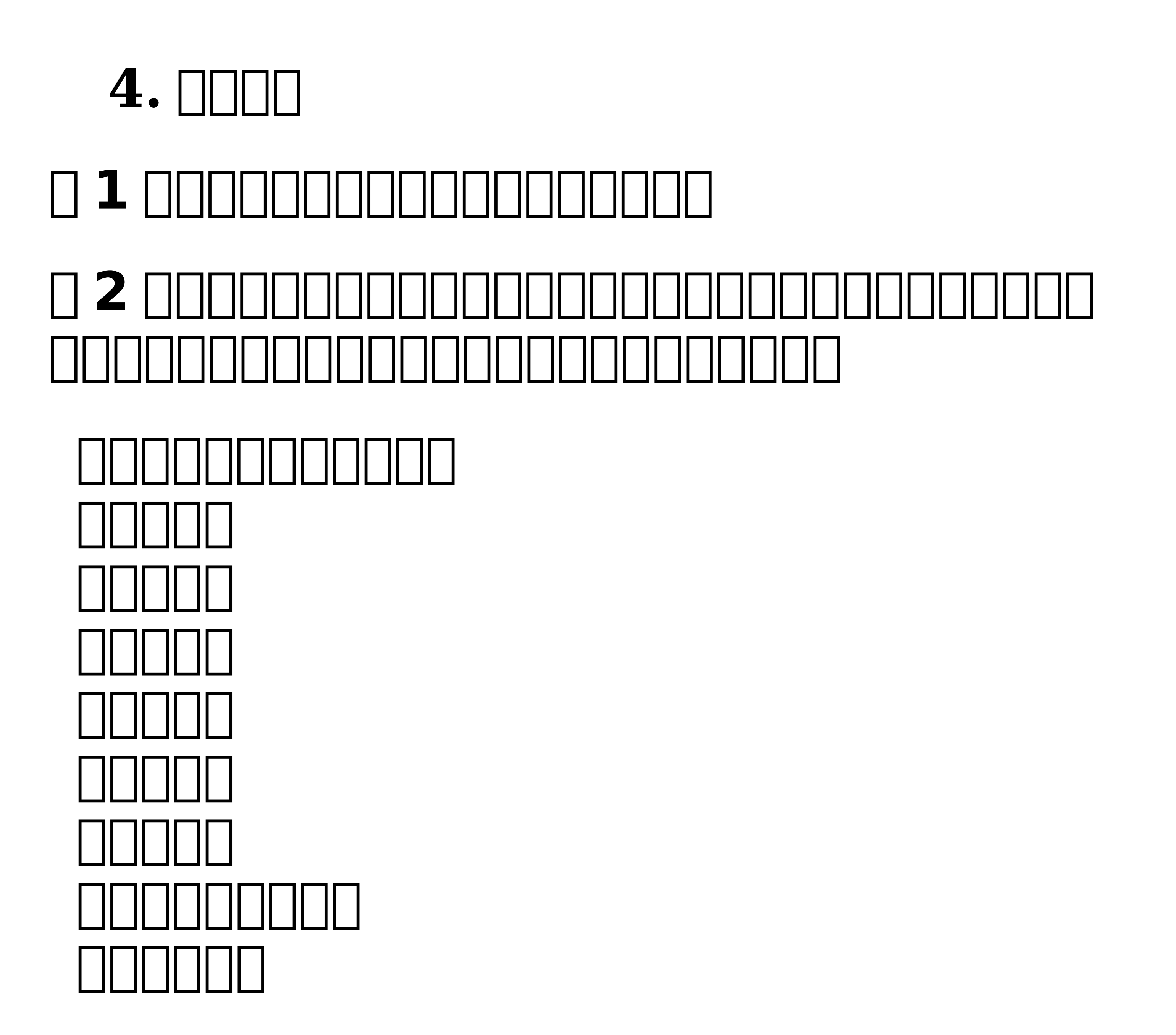
【解析】单质晶体可能有硅、金刚石——共价晶体，、、分子晶体，、金属晶体。在这些晶体中，构成晶体的微粒分别是原子、分子、金属阳离子和自由电子。

4.物理通性

（1）导电、导热、有延展性、有金属光泽。

（2）差异性：不同金属在某些性质方面（密度、硬度、熔点等）表现出很大差异，这与金属晶体中原子的排列方式等因素有关。

【例】写出对应的金属之最
硬度最大：
硬度最小：
密度最小：
密度最大：
熔点最高：
熔点最低：
导电（热）性最好：
延展性最好：



5. 用“电子气理论”解释金属的物理性质

(1) 延展性

相对滑动　　不会改变

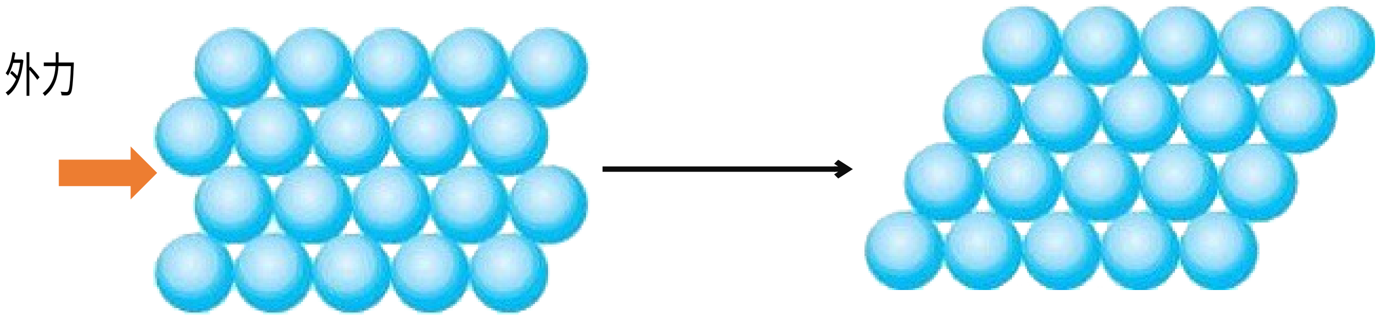
当金属受到外力作用时，晶体中的各原子层就会发生 ______________ ，但 ____________

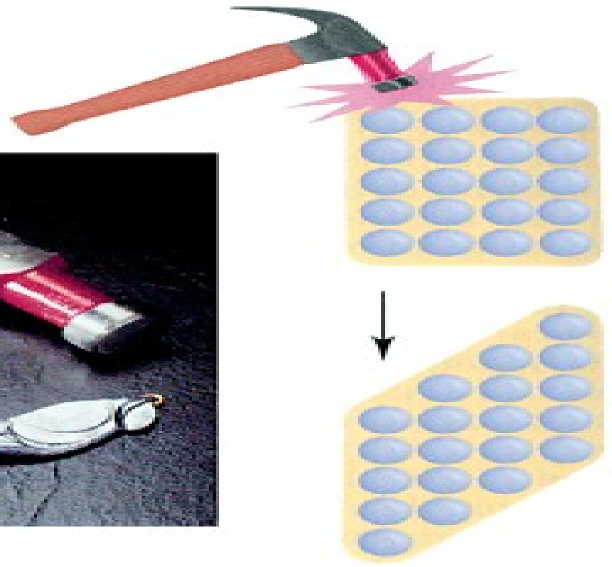
电子气

原来的排列方式，而且弥漫在金属原子间的 _________ 可以起到类似轴承中滚珠之

润滑剂

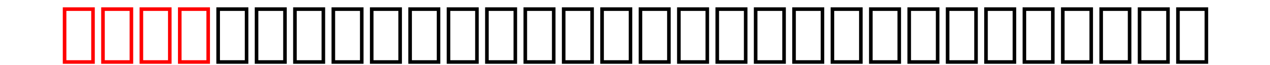
间 __________ 的作用，所以金属有良好的延展性，金属晶体中的金属键没有被破坏。

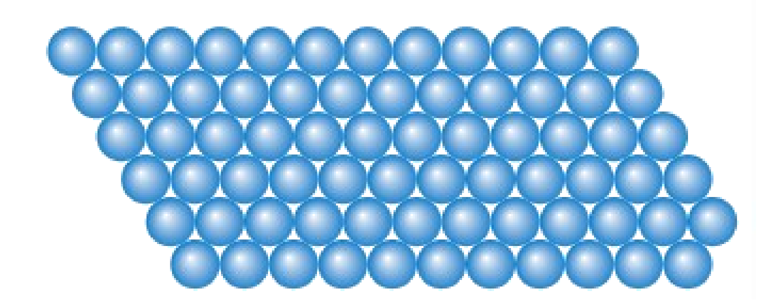


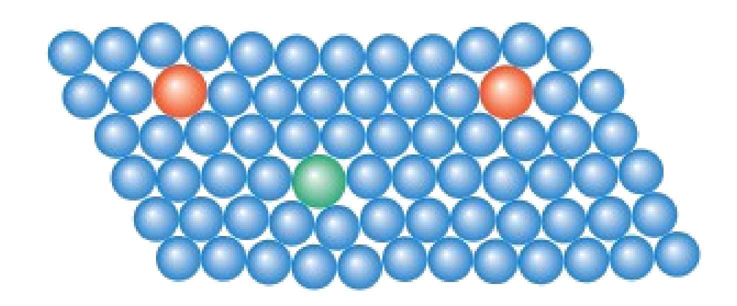


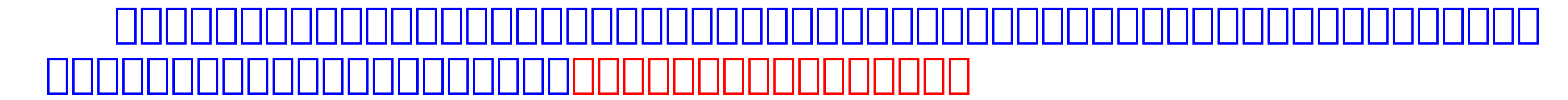
【思考】将纯金属制备成合金后，硬度和延展性会发生什么变化呢？

当向金属晶体中掺入不同的金属或非金属原子时，就像在滚珠之间掺入了细小而坚硬的砂土或碎石一样，改变了金属原子有规则的
层状排列，使原子层之间的相对滑动变得困难，导致合金的硬度变大，延展性变差。









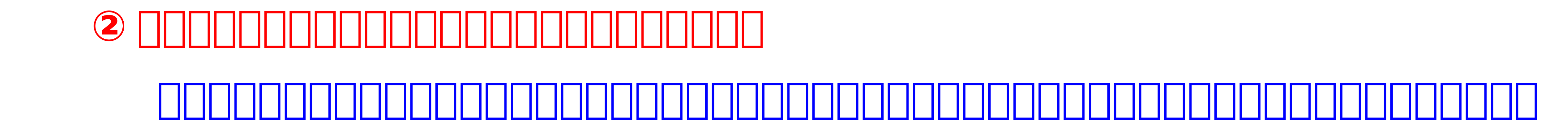
(2)导电性

金属内部自由电子的运动不具有方向性，在外加电场的作用下，金属晶体中的自由电子发生______移定动向而形成电流。

外加电场

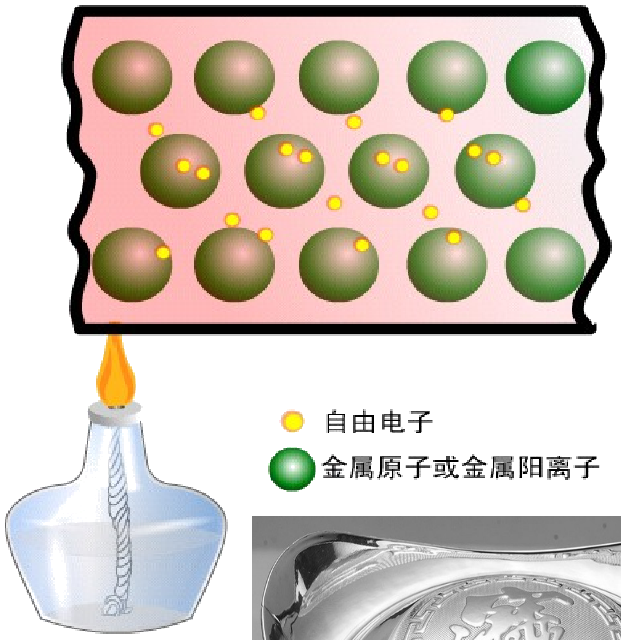
【思考】①能导电的物质一定是金属吗？
不是。如石墨具有导电性，属于非金属。还有一大类能导电的有机高分子化合物（如聚乙炔），也不属于金属。

②金属导电和电解质溶液导电的原理一样吗？有什么区别？
金属导电的粒子是自由电子，导电过程是物理变化。而电解质溶液导电的粒子是自由移动的阴阳离子，导电过程是化学变化。



(3) 导热性

当金属中有温度差时，不停运动着的自由电子通过自身与 金属阳离子之间的碰撞 ，将能量由高温处传向低温处，从而使整块金属达到相同的温度。



(4) 金属光泽和颜色

当可见光照射到金属表面上时，固态金属中的 自由电子 能够吸收所有频率的光并迅速释放，使得金属不透明并具有金属光泽。

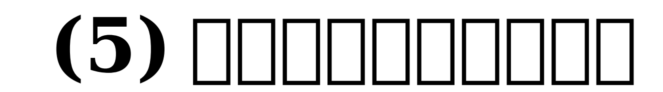
某些金属（如铜、金等）由于较易吸收某些频率的光而呈现较为特殊的颜色。

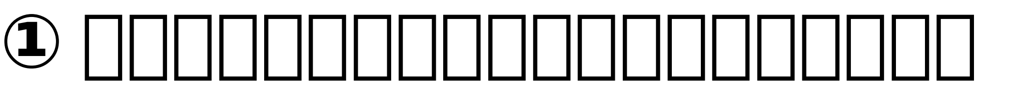
当金属成粉末状时，金属晶体的晶面取向杂乱、晶格排列不规则，吸收可见光后辐射不出去，所以金属粉末常呈暗灰色或者黑色。

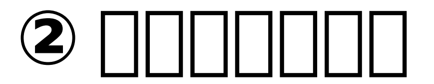
(5) 熔点、硬度（差异性）
①影响熔点和硬度的是金属键强弱，差异较大。

②对于某些金属：

【例】比较IA族金属的熔点
【例】比较Na、Mg、Al的熔点







金属键的影响因素

金属原子价电子数越多，原子半径越小，金属键越强，金属晶体的熔点越高。

【思考与讨论】 观察下表，分析金属键强弱的影响因素有哪些?

金属	Na	Mg	Al	K	Rb	Cr
价电子排布式	$3s^1$	$3s^2$	$3s^23p^1$	$4s^1$	$5s^1$	$3d^54s^1$
原子半径 /pm	186	160	143.1	196	248	124.9
熔点 /°C	97.8	650	660	63.25	38.89	1907

同周期金属单质从左到右，随着原子半径的减小、价电子数的增多，

金属键逐渐增强，熔沸点逐渐升高，硬度逐渐增大。

同主族金属单质从上到下，价电子数相同，随着原子半径的增大，

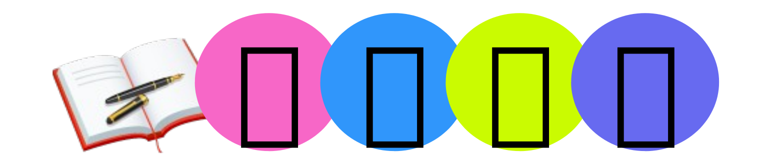
金属键逐渐减弱，熔沸点逐渐降低，硬度逐渐减小。

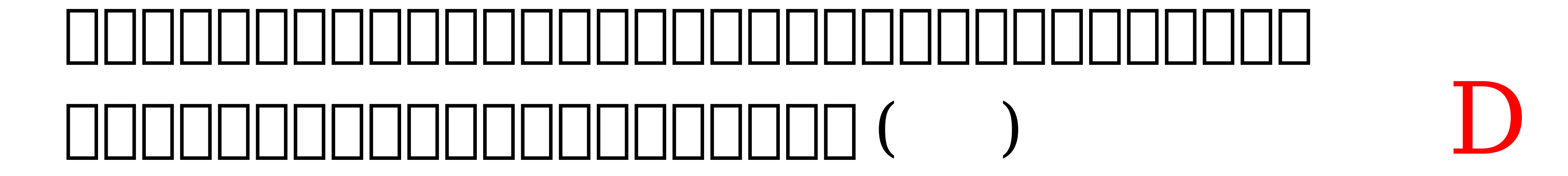
要使金属熔化必须破坏其中的金属键。金属熔、沸点高低和硬度大小一般取

决于金属键的强弱。由此判断下列说法正确的是( ) D

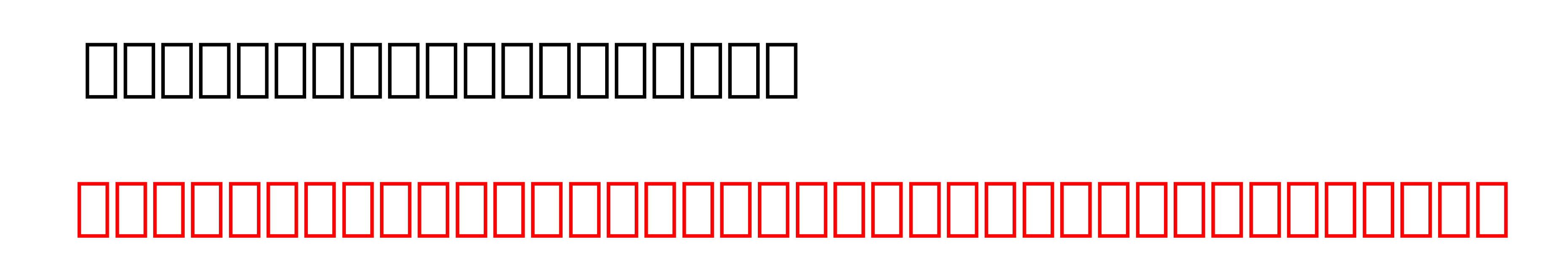
A. 金属锂的熔点高于金属铍
B. 碱金属单质的熔、沸点从 到 是逐渐升高的
C. 金属镁的硬度小于金属钙
D. 金属铝的硬度大于金属钠

课 堂 练 习





为什么金属晶体熔点、硬度差距如此巨大？
因为金属晶体熔化时需要断裂（克服）金属键，不同的金属晶体金属键强度差别很大。



课堂练习

正误判断

(1) 金属在常温下都是晶体（　　　　）×

(2) 金属键是金属阳离子和自由电子之间存在的强烈的静电吸引作用（　　　　）　　　　　　×

(3) 金属晶体在外力作用下，各层之间发生相对滑动，金属键被破坏（　　　　）　　　　　　×

(4) 共价晶体的熔点一定比金属晶体的高，分子晶体的熔点一定比金属晶体的低（　　　　）

(5) 金属×体除了纯金属，还有大量的合金（　　　　）

(6) 有机高分子化合物一定不能导电（　　　　）　　　　√

(7) 金属的电导率随温度的升高而降低（　　　　）　×

√

01

课堂小结

1. 金属键 —决定→ 金属的物理性质

- 熔沸点
- 延展性
- 导电性
- 导热性
- 金属光泽

原子半径 → 1. 金属键

价电子数 → 1. 金属键

原子半径越小，价电子数越多，

金属键越强，反之，金属键越弱

→ 金属键越强，金属的熔沸点越高，硬度越大

2. 金属晶体

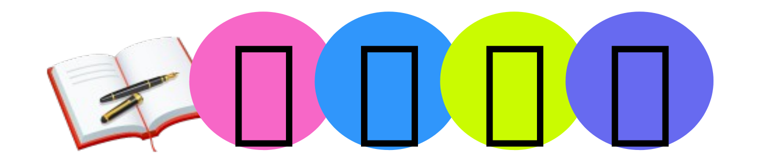
- 构成粒子 → 金属阳离子 + 自由电子
- 粒子间的作用力 → 金属键

课 堂 练 习

下列生活中的现象，不能用金属键理论知识解释的是( ) D

A. 用铁制品做炊具 B. 用金属铝制成导线
C. 用铂金做首饰 D. 铁易生锈

[解析] 用铁制品做炊具利用了金属的导热性；用金属铝制成导线利用了金属的导电性；用铂金做首饰利用了金属的延展性，三者均与金属阳离子与自由电子形成的金属键有关。铁易生锈与元素的还原性以及所处的周围介质的酸碱性有关。



下列关于金属键及金属性质的叙述中正确的是( ) B

A. 随原子序数的递增，碱金属元素单质的熔点升高
B. 金属键是金属阳离子与自由电子间的相互作用
C. 金属导电是因为在外加电场作用下产生自由电子
D. 金属具有光泽是因为金属阳离子吸收并放出可见光
[解析] 随原子序数的递增，碱金属元素单质的熔点逐渐降低，A项错误；金属晶体由金属阳离子和自由电子构成，金属导电是因为自由电子在外加电场作用下定向移动，C项错误；因为自由电子对可见光的选择性吸收和反射，使得金属晶体具有金属光泽，D项错误。

漆黑的夜里，伸手不见五指，然而，夜光表的指针却发出淡淡的光芒。夜光表为什么会发光呢？原来，在指针和表盘的刻度上，涂有一种发光物质。这发光物质就是掺杂着镭的化合物的荧光粉。镭是一种具有放射性的银白色金属，十分柔软。

（1）镭 位于第七周期第Ⅱ A 族，则镭的原子序数是 ______，镭的原子半径比钙的 88

大 强
______，氯化镭的化学式为 _

（2）镭的金属键比镁 ______，理由是 弱镭和镁位于同一主族，最高化合价都是 ______________________________

_，但是镭的原子半径大，所以金属键就弱______________ 。

镭晶体的熔沸点比镁晶体的 ______ 。能够与冷水 低 ________ 反应，且 的碱性很强。剧烈

（3）金属晶体易导电的理由是 在金属中，存在着许多自由电子，这些自由电子的运动是没有一定方向的，但在外加电场的条件下自由电子就会发生定向运动，因而形成电流，所以金属容易导电。

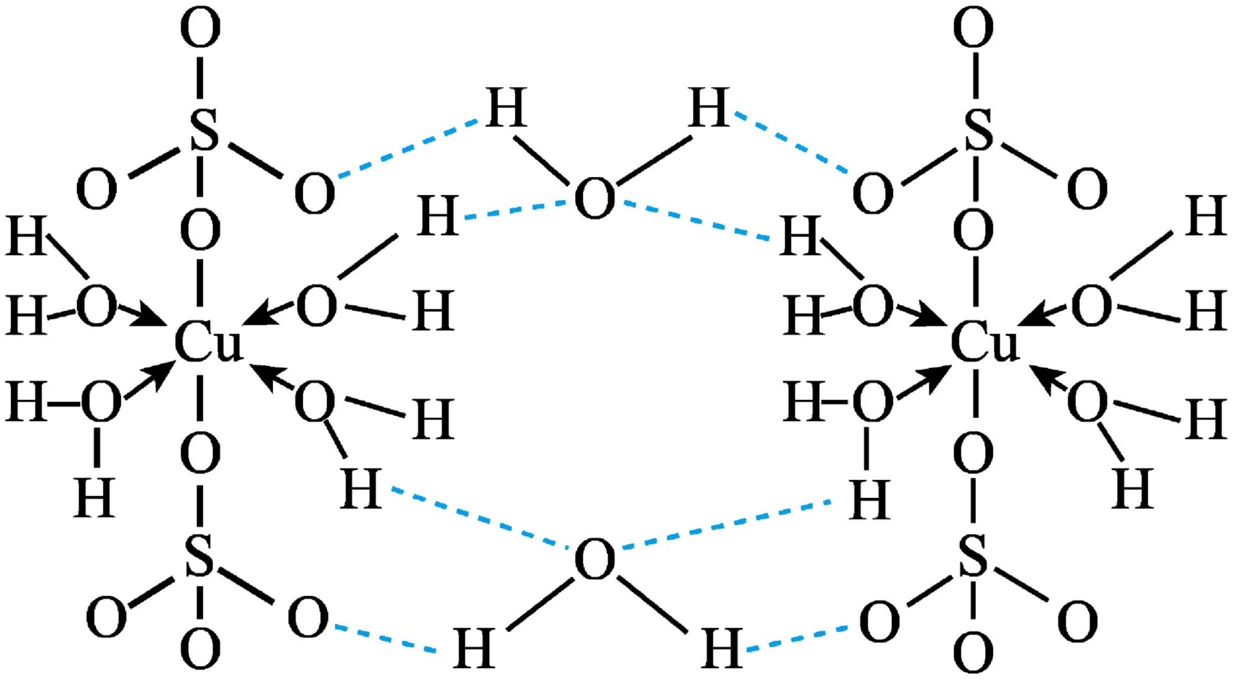
（4）金属晶体易导热的理由是 自由电子运动时与金属阳离子碰撞把能量从温度高的部分传到温度低的部分，从而使整块金属达到相同的温度。

灵犀一点

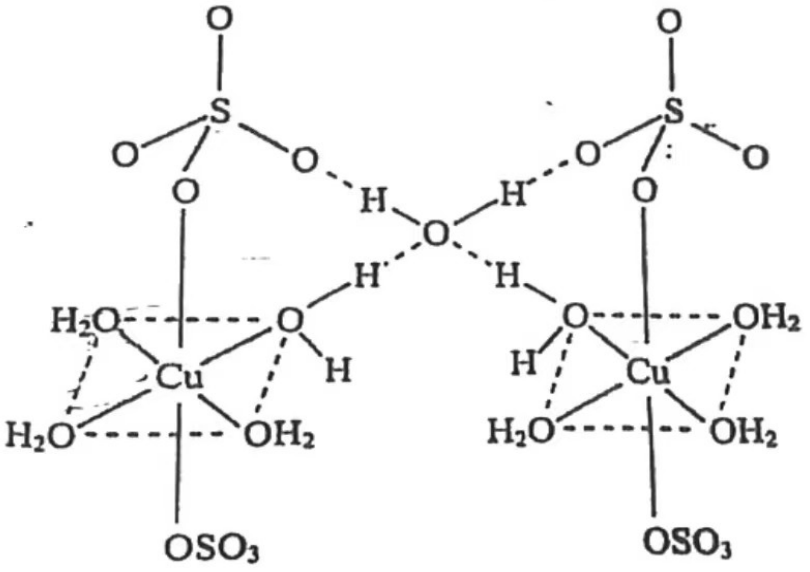
金属的金属键越强，则对应金属晶体的熔、沸点越高。注意金属的熔、沸点有如下几个递变规律：①同周期金属单质，从左到右（如、、）熔、沸点升高。②同主族金属单质，从上到下（如碱金属）熔、沸点降低。③合金的熔、沸点一般比其各成分金属的熔、沸点低。

二、离子晶体
1.概念 由阴离子和阳离子相互作用而形成的晶体，叫做离子晶体。（1）组成微粒
（2）作用力

思考：离子晶体中是否只存在离子键？是否只存在阴阳离子？



五水硫酸铜（$CuSO_4 \cdot 5H_2O$）的结构如图所示：



① 离子晶体是由阳离子和阴离子构成，有的还存在电中性的分子（如 H_2O、NH_3 等）。阳离子或阴离子不仅指单原子离子，还包括复杂离子，如 NH_4^+、SO_4^{2-} 。

② 离子晶体中的作用力为离子键，有的还存在共价键、氢键、配位键。

③ 离子键没有方向性和饱和性。

注意：贯穿整个晶体的主要作用力仍是阴、阳离子之间的离子键。

（3）常见的离子晶体：

强碱
活泼金属氧化物和过氧化物
大部分盐
类盐

2. 物理性质:

（1）熔沸点较高，硬度较大。

① 一般情况，各类晶体的熔点:

② 比较离子晶体的熔点: 与离子键强度有关

【例】 NaF NaCl NaBr NaI

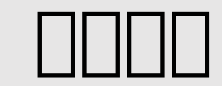
【例】 MgO $MgCl_2$

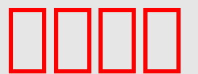
② 难挥发难压缩，

③ 离子晶体不导电，水溶液或者熔融状态下导电。

④ 大多易溶于极性溶剂 H_2O ，难溶于非极性溶剂（ 汽油、苯、CCl_4 等有机溶剂 ）

注：判断离子晶体，可根据其熔融状态能否导电进行





[illegible] CaO [illegible] 2613 ℃ [illegible] NH_4NO_3 [illegible] $Ca(H_2PO_4)_2$ [illegible] 170℃ [illegible] 109℃ [illegible] 1914 [illegible] $C_2H_5NH_3NO_3$ [illegible] 12℃ [illegible] NH_4NO_3 [illegible] 158℃!

[illegible] 20 [illegible] 90 [illegible]

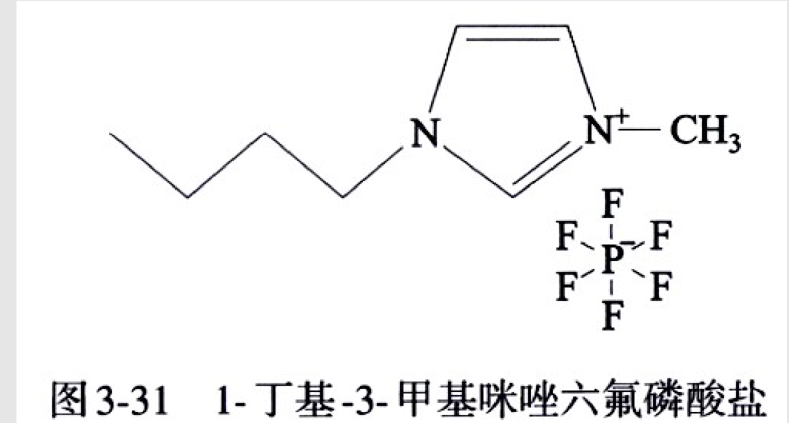
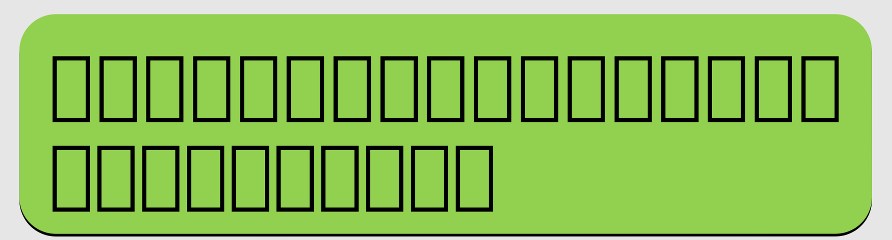


图3-31 1-丁基-3-甲基咪唑六氟磷酸盐



离子液体具有以下特性：

1、液态范围宽，从低于或接近室温到 300℃ 以上，有高的热稳定性和化学稳定性。

2、蒸气压非常小，不挥发，在使用、储藏中不会蒸发散失，可以循环使用，消除了挥发性有机化合物对环境的污染。

3、离子液体有良好的导电性，可作为许多物质电化学研究的电解质，并被应用为原电池的电解质。

4、对大量无机和有机物质都表现出良好的溶解能力，且具有溶剂和催化剂的双重功能，可以作为许多化学反应的溶剂或催化活性载体。由于离子液体的这些特殊性质和表现，它与超临界 CO_2、双水相一起构成三大绿色溶剂，具有广阔的应用前景。

课堂练习 **6**：正误判断

(1) 离子晶体中一定含有金属元素（　　　　）　×

(2) 由金属元素和非金属元素组成的晶体一定是离子晶体（　　　　）　×

(3) 有些离子晶体中除含离子键外还存在共价键（　　　　）　√

(4) 离子晶体的熔点一定低于共价晶体的熔点（　　　　）　×

(5) 离子晶体受热熔化，破坏化学键，吸收能量，属于化学变化（　　　　）　×

(6) 某些离子晶体受热失去结晶水，属于物理变化（　　　　）　×

课堂练习7：MgO、Rb_2O、CaO、BaO四种离子晶体熔点的高低顺序是（　　）

B

A．$MgO > Rb_2O > BaO > CaO$　　B．$MgO > CaO > BaO > Rb_2O$

C．$CaO > BaO > MgO > Rb_2O$　　D．$CaO > BaO > Rb_2O > MgO$

课堂练习8：下列性质适合于离子晶体的是（　　）　A

A、熔点1070℃，易溶于水，水溶液能导电

B、熔点10.31℃，液态不导电，水溶液导电

C、能溶于CS_2，熔点112.8℃，沸点444.6℃

D、熔点97.81℃，质软，导电，密度$0.97 g/cm^3$

3. 离子晶体的结构:

①NaCl 晶胞

粒子位置: Na^+ ____棱、体心____ Cl^- ____顶点、面心____

粒子数: Na^+ ____4____ Cl^- ____4____

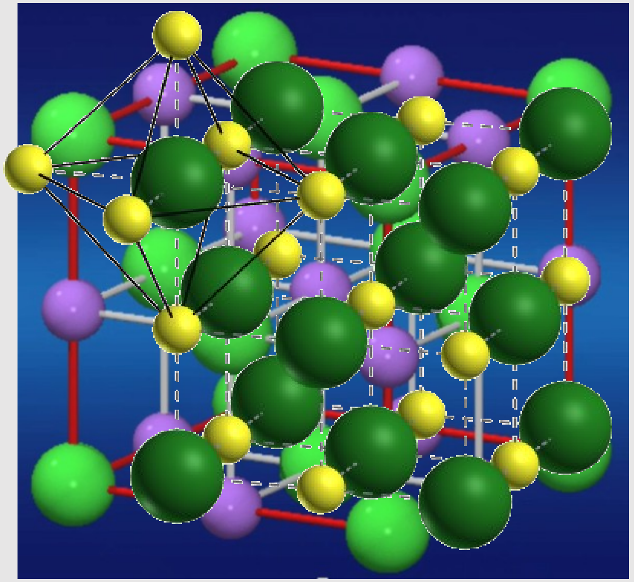
Na^+ 等距且紧邻的 Cl^- ____6____

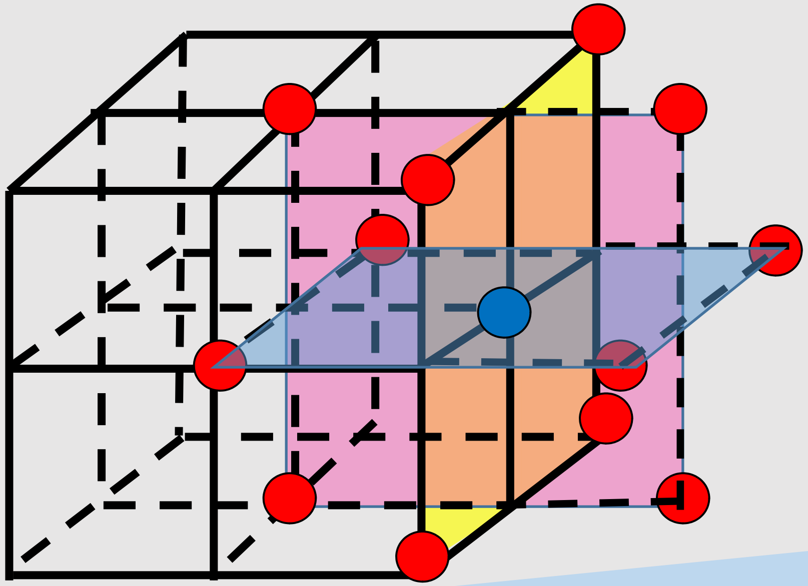
Cl^- 等距且紧邻的 Cl^- ____6____

形成的空隙形状 ____正八面体____

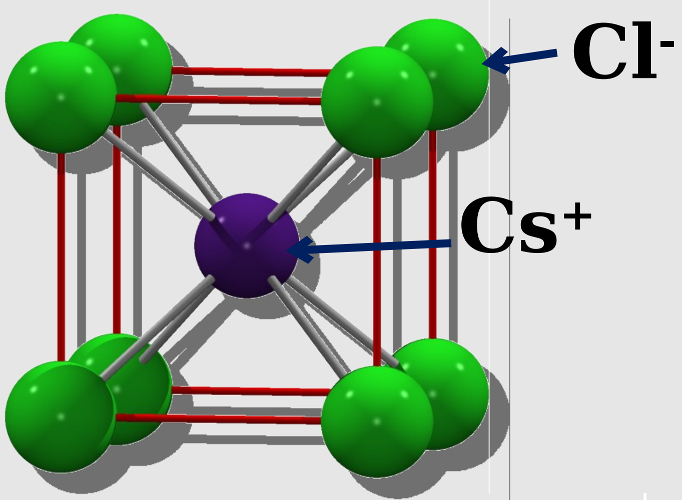
Na^+ 周围最近的 Na^+ 数 ____12____

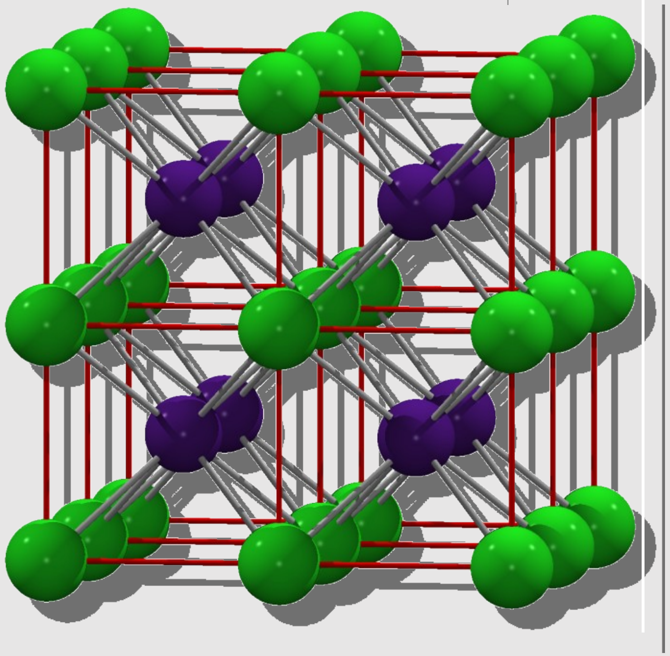
Cl^- 周围最近的 Cl^- 数 ____12____





②CsCl 晶胞





粒子位置 Cl^- 位于顶点、Cs^+ 位于体心

粒子数 1 个 Cl^-，1 个 Cs^+

Cs^+ 的等距且紧邻的 Cl^- 8

Cl^- 的等距且紧邻的 Na^+ 8

Cl^- 形成的空隙形状 立方体

Cs^+ 周围最近的 Cs^+ 数 6

Cl^- 周围最近的 Cl^- 数 6

③ZnS 晶胞

粒子位置：Zn^{2+} ___顶点、面心___ S^{2-} ___体内___

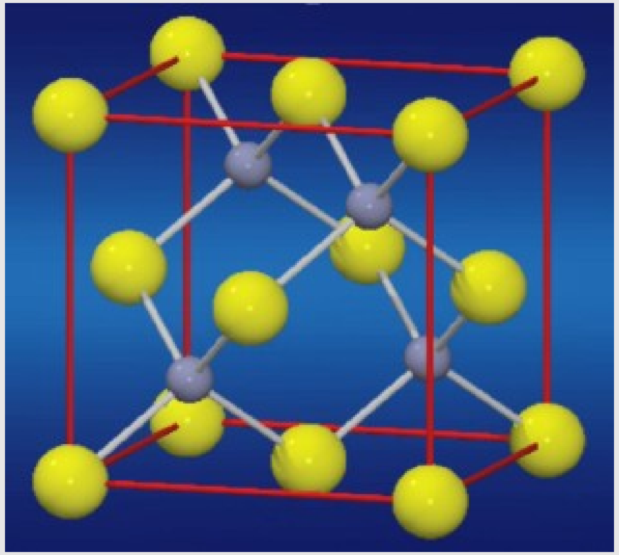
粒子数：Zn^{2+} ___4___ S^{2-} ___4___

Zn^{2+} 配位数 ___4___ S^{2-} 配位数 ___4___

形成的空隙形状 ___正四面体___

Zn^{2+} 周围最近的 Zn^{2+} 数 ___12___

S^{2-} 周围最近的 S^{2-} 数 ___12___



课堂练习 9：萤石（CaF_2）晶胞结构如图所示，晶胞边长为 acm,

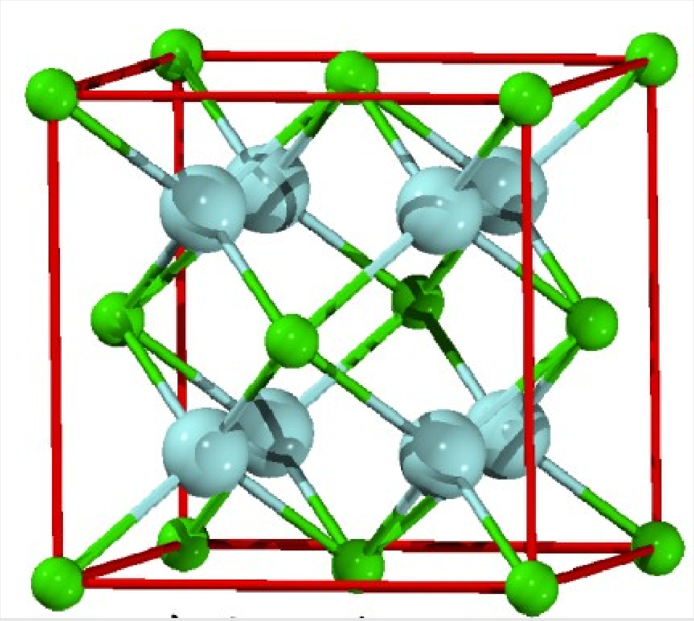
(1) 小绿球代表的离子：___Ca^{2+}___。

(2) 阳离子配位数 ___8___ 阴离子配位数___4___

(3) 每个 Ca^{2+} 周围最近且等距离的 Ca^{2+} 有___12___个

每个 F^- 周围最近且等距离的 F^- 有___6___个

(4) 该晶胞中 Ca^{2+} 与 F^- 的距离最近为 ___$\frac{\sqrt{3}}{4}$ acm___



注意：阴阳离子电荷比 ＝ 阴阳离子配位数比 ＝ 阴阳离子数目反比

课堂练习 **10**：已知 **XYZ** 三种元素组成化合物是离子晶体其晶胞如图， **XYZ** 分别处于立方体顶点、棱边中点、立方体体心。下面关于该化合物说法正确的是（ ）

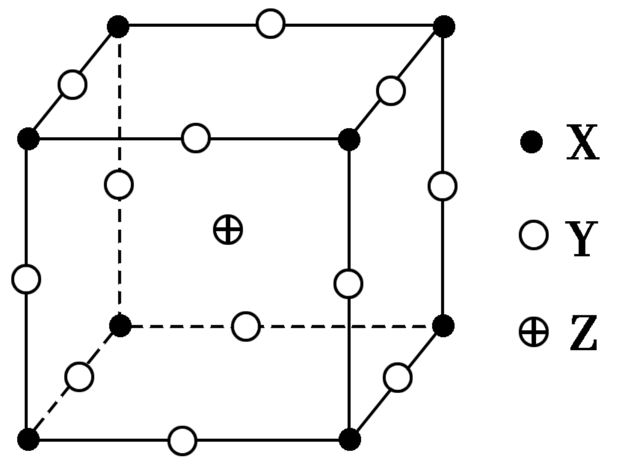
A

A．该晶体的化学式为 ZXY_3

B．该晶体的熔点一定比金属晶体熔点高

C．每个 **X** 周围距离最近的 **Y** 有 **8** 个

D．每个 **Z** 周围距离最近的 **X** 有 **16** 个

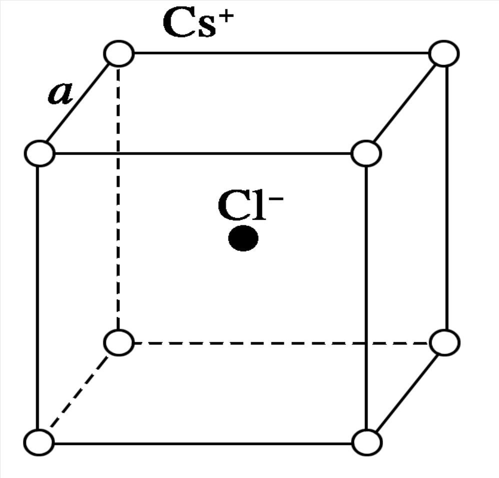


课堂练习 **11**：如图是氯化铯晶体的晶胞，已知晶体中两个最近的 Cs^+ 离子核间距离为 a cm，氯化铯相对分子质量为 M，N_A 为阿伏加德罗常数，则氯化铯晶体密度是（　　）

C

A. $\frac{8M}{N_A a^3}$ g·cm⁻³

B. $\frac{Ma^3}{8N_A}$ g·cm⁻³

C. $\frac{M}{N_A a^3}$ g·cm⁻³

D. $\frac{Ma^3}{N_A}$ g·cm⁻³